UFPR
UNIVERSIDADE FEDERAL DO PARANÁ
SETOR DE CIÊNCIAS EXATAS
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA
CURSO DE ENGENHARIA INDUSTRIAL MADEIREIRA

# DISCIPLINA

# CQ092

# INTRODUÇÃO À QUÍMICA EXPERIMENTAL

## MANUAL DE INSTRUÇÕES E ROTEIROS DOS EXPERIMENTOS

CURITIBA
2° SEMESTRE
2011

# 1 Cronograma das aulas práticas

**Res. 50-A/11 – CEPE**

**2º Semestre de 2011**

| Aula | Data | Atividade |
|---|---|---|
| 1 | 15/Set | Apresentação da disciplina: sistemática das aulas, bibliografia adotada, avaliações e aproveitamento. Normas de trabalho e introdução à segurança em laboratório. |
| 2 | 22/Set | Experimento 1: reações entre íons em solução aquosa (introdução teórica). |
| 3 | 29/Set | Experimento 1: reações entre íons em solução aquosa. |
| 4 | 06/Out | Experimento 2: preparo de soluções (roteiro em separado). |
| 5 | 13/Out | Experimento 3: balanceamento de equação química a partir de titulação ácido-base. |
| 6 | 20/Out | Experimento 4: determinação de ácido acético em vinagre. |
| 7 | 27/Out | Experimento 5: Determinação da estequiometria de uma reação através de medidas de entalpia. |
| 8 | 03/Nov | **PROVA 1** |
| 9 | 10/Nov | Experimento 6: reação de oxirredução – estequiometria da reação de produção de gás hidrogênio a partir do alumínio metálico. |
| 10 | 17/Nov | Experimento 7: estudo qualitativo sobre o equilíbrio químico. |
| 11 | 24/Nov | Experimento 8: eletroquímica – pilhas galvânicas. |
| 12 | 01/Dez | Experimento 9: velocidade e mecanismo de reações químicas – cinética da redução do permanganato. |
| 13 | 08/Dez | Aula de exercícios – revisão. |
| 14 | 15/Dez | **PROVA 2** |
| 15 | 22/Dez | **Provas de segunda chamada.** |
| | | |
| – | 12/Jan/12 | **EXAME FINAL** |

# 2 Apresentação da disciplina

DISCIPLINA: CQ092 – Introdução à Química Experimental.

NATUREZA: semestral.

CARGA HORÁRIA: TEÓRICA = 00 h; PRÁTICA = 30 h; TOTAL = 30 h. CRÉDITOS: 02.

PRÉ-REQUISITO: não tem. CO-REQUISITO: não tem.

EMENTA: Técnicas básicas de laboratório químico. Aspectos experimentais de estequiometria, equilíbrio químico, termodinâmica química, cinética química e eletroquímica.

LOCAL: Laboratório de Química Geral – Departamento de Química.

HORÁRIO: 5ª-feira, 18h30-20h30.

PROFESSORES: Prof. Dr. Flávio Massao Matsumoto (fmatsumo@ufpr.br)

Profa. Dra. Nádia Krieger (nkrieger@ufpr.br)

# 3 Avaliação

A avaliação da disciplina será feita sobre o conjunto de atividades realizadas no decorrer do período letivo. Para cada atividade será atribuída uma nota em escala numérica no intervalo de 0 (zero) a 100 (cem). Serão atribuídas notas para as seguintes atividades:

- 2 (duas) provas escritas sobre os experimentos (notas $P_1$ e $P_2$);
- trabalhos realizados nas aulas (média no semestre $M_T$);
- comportamento (média no semestre $M_C$).

As duas provas escritas, já previstas no cronograma da disciplina, tratará dos experimentos realizados em aula. Permite-se a consulta ao Caderno de Laboratório durante a realização das provas, porém está vedado o uso do Manual de Instruções, assim como de qualquer outro tipo de material.

Durante as aulas deverão ser realizados trabalhos de coleta ou tratamento de dados, que deverão ser entregues ao professor. Haverá uma nota de trabalho para cada aula experimental, e ao final do período letivo será calculada a média $M_T$.

O aluno terá em cada aula uma nota inicial de comportamento de valor 100 (cem). Esta nota será reduzida a 0 (zero) quando for constatada a falta de um dos MATERIAIS OBRIGATÓRIOS (guarda-pó, Caderno de Laboratório e o roteiro do experimento do dia). Se houver ATRASO de até 15 minutos serão subtraídos 25 pontos da nota; atraso maior será penalizado com 50 pontos. A FALTA DA TAREFA pré ou pós-laboratório no Caderno ocasionará perda de 25 pontos. Outros problemas poderão ocasionar diminuição na nota de comportamento segundo julgamento do professor. A média das notas de comportamento $M_C$ será calculada ao final do período letivo.

A Média Parcial da disciplina será calculada através da fórmula:

$$M_P = \frac{30\,P_1 + 30\,P_2 + 30\,M_T + 10\,M_C}{100}$$

O critério de aprovação seguirá a Res. 37/97 – CEPE (disponível na página *web* da Universidade: http://www.ufpr.br/soc/) nos seus Art. 94 a 96. Portanto o aluno com:

a) frequência menor que 75% (23 horas) será reprovado, qualquer que seja a sua média;
b) Média Parcial igual ou maior que 70 ($M_P \geqslant 70$) será aprovado;
c) Média Parcial menor que 40 ($M_P < 40$) será reprovado;
d) Média Parcial igual ou maior que 40 e menor que 70 ($40 \leqslant M_P < 70$) deverá prestar o Exame Final (nota $P_{EF}$), a partir do qual será calculada a média final $M_F = (M_P + P_{EF})/2$, e se
   - obtiver Média Final igual ou maior que 50 ($M_F \geqslant 50$) será aprovado;
   - obtiver Média Final menor que 50 ($M_F < 50$) será reprovado.

Quando o aluno não comparecer a uma aula sem justificativa, será contabilizado uma falta no índice de frequência e terá atribuído valor zero para as notas de comportamento e de trabalho correspondente ao dia. Se houver justificativa não haverá prejuízo nas notas mas a falta não será abonada, exceto nos casos previstos em lei (Art. 81 e 82 da Res. 37/97 – CEPE).

# 4 Instruções gerais

## 4.1 *Preparação para entrar no laboratório (fase pré-laboratório)*

A fase pré-laboratório tem como objetivo familiarizar o aluno com o experimento a ser realizado. Leia com antecedência o roteiro da aula a ser realizada, procurando compreender os objetivos e os procedimentos a serem adotados, e dê especial atenção às advertências em relação à segurança.

No roteiro de cada experimento há a seção “Tarefas pré-laboratório”, que o guiará para se preparar para a aula. Estas tarefas consistem na preparação de tabelas, quadros, fluxogramas e outros itens que sejam

necessários para melhor aproveitar a atividade prática. O cumprimento das tarefas pré-laboratório é OBRIGATÓRIO, E A SUA FALTA SERÁ PENALIZADA NA NOTA DE COMPORTAMENTO.

### 4.2 *Instruções para as aulas de laboratório*

O aluno deverá portar os seguintes materiais obrigatórios para frequentar as aulas práticas: um guarda-pó, o Caderno de Laboratório e o roteiro do experimento a ser executada no dia. A falta de um ou mais itens será penalizada com nota ZERO de comportamento.

A pontualidade será exigida em todas as aulas práticas, sendo tolerado um atraso de até 5 minutos; após este tempo haverá penalização na nota. Ao entrar no laboratório, abra o armário de sua bancada e confira todo o material contido nele; na falta de um material, ou ainda se este estiver sujo ou quebrado, comunique imediatamente o professor. Por sua vez, zele para que o material no armário esteja em perfeitas condições de uso pela turma subsequente. Se for constatado algum problema nos materiais da responsabilidade dos alunos, haverá penalização na nota de comportamento.

Deixe sobre a bancada somente os materiais que irá utilizar durante a aula. Outros materiais (malas, mochilas, peças de roupas, etc.) deverão ficar guardados nos armários apropriados sob a bancada.

No início da aula, o professor dará orientações pertinentes ao experimento a ser realizado; é recomendado que se anote no Caderno de Laboratório estas orientações.

Qualquer dos experimentos podem ser executados individualmente, o que traria vantagens na aprendizagem, mas as condições materiais do laboratório não permitem esta condição ideal. No início de cada aula, o professor irá orientar os alunos a se organizarem em equipes, em função da disponibilidade de materiais e equipamentos.

Siga o roteiro do experimento, tomando todas as precauções para evitar acidentes, e tente aproveitar o máximo para desenvolver sua técnica e habilidade.

Ao final da aula, descarte em recipientes adequados os resíduos e lave toda a vidraria, que deverá ser guardada no armário. DESCARTE ALGO NA PIA SOMENTE QUANDO ORIENTADO PELO ROTEIRO DO EXPERIMENTO OU AUTORIZADO PELO PROFESSOR. Para lavar a vidraria use detergente e uma escova apropriada, enxágue várias vezes com água de torneira e finalize lavando três vezes com água destilada; não é necessário enxugar nenhum material, que será guardado molhado (mas não sujo). Confira todo o material a ser devolvido no armário. Lembre-se que este material será utilizada por alunos da próxima aula do Laboratório de Química Geral. Somente ao se certificar que todo o material está presente e em bom estado é que o armário deverá ser fechado.

### 4.3 *O Caderno de Laboratório*

O Caderno de Laboratório deve conter todo o registro das atividades efetuadas no laboratório, numa linguagem direta e resumida, mas de forma COMPLETA. Estas anotações devem ser realizadas, na maior parte, durante a própria aula. Os preparativos pré-laboratoriais devem ser feitos antes da realização do experimento, enquanto as discussões e conclusões podem ser registradas depois. Entretanto os dados e observações devem ser anotados durante a própria aula, para evitar que se percam informações armazenadas de memória. Seguindo este procedimento, economiza-se tempo e trabalho.

Para um bom registro de informações observem as seguintes recomendações:

- Iniciar sempre o registro com o **número do experimento** (ou da aula) e a **data**. Em seguida anote o **título** e faça um **breve resumo** do que será feito durante a aula, contendo os objetivos e os procedimentos. Eventualmente, dependendo do que for ser realizado, o procedimento poderá ser melhor descrito através de um fluxograma, principalmente quando envolver várias etapas. Nesta fase está incluída também a construção de tabelas para anotações dos dados experimentais.
- As anotações dos dados e das observações devem ser individuais. Habitue-se a fazer os registros à tinta, e as eventuais retificações não deverão ocultar as anotações incorretas. Frequentemente os dados considerados aparentemente errados, podem se revelar valiosos posteriormente.
- A análise dos dados, suas discussões e as conclusões tiradas são partes importantes do trabalho experimental. Nesta fase estão incluídos os cálculos, a construção de gráficos e as avaliações comparativas de dados obtidos pelas equipes. Desta análise são obtidas conclusões que respondem ao questionamento(s) inicial(ais).

Lembre-se que um experimento é planejado para obter dados que permitiam responder a alguma questão, originada pela simples curiosidade, por dúvidas ou polêmicas. O registro das conclusões deve ficar no caderno, sendo que alguns autores consideram esta parte como a mais importante do trabalho.

### 4.4 *Após finalização do experimento (fase pós-laboratório)*

Finalizado o experimento e com todo os materiais limpos e guardados, realize a "Tarefa pós-laboratório" do roteiro. Esta tarefa é constituída geralmente por questões que o auxiliará na interpretação dos dados coletados, para elaborar a tarefa a ser entregue ao professor no final da aula.

## 5 Cuidados a serem observados no laboratório

a) Ao chegar ao laboratório lembre-se que este é um local de trabalho onde cuidado e atenção são requisitos fundamentais para se evitar acidentes.
b) Utilize sempre um guarda-pó, de preferência de algodão (os tecidos sintéticos podem grudar na pele, quando inflamados) e de manga comprida (para uma maior proteção). Evite calçar shorts, bermudas, saias, sandálias ou chinelos; a pele fica melhor protegida com calças compridas e sapato ou tênis fechado.
c) Cabelos compridos deverão ser presos, para evitar o risco de se incendiarem quando próximos de um bico de gás, ou ainda entrarem em contato com os reagentes químicos.
d) Faça apenas as experiências indicadas. Caso tenha interesse em outras experiências, consulte o seu professor. EXPERIÊNCIAS NÃO AUTORIZADAS SÃO PROIBIDAS.
e) Use sempre o guarda-pó. Comunique seu professor sobre qualquer acidente, por menor que seja.
f) Tenha cuidado com os materiais inflamáveis. Qualquer incêndio deve ser abafado imediatamente com uma toalha ou cobertor. Na primeira vez que entrar no laboratório procure se familiarizar com a localização dos equipamentos de proteção e combate de acidentes.
g) No laboratório há câmaras dotadas de exaustão conhecidas como *capelas*. Em experimento com liberação de vapores e gases tóxicos, siga a orientação do professor para realizar o procedimento dentro da capela.
h) Nunca jogue produtos ou soluções na pia ou no lixo sem autorização. Descarte os resíduos conforme os procedimentos indicados pelo professor
i) Leia com atenção o rótulo de qualquer frasco antes de usá-lo. Leia duas vezes para ter certeza de que pegou o frasco certo. Anote no Caderno de Laboratório os dados constantes nos rótulos dos reagentes.
j) Nunca use as espátulas de um frasco em outro para evitar contaminações.
k) Se um ácido ou outra solução em uso for derramado lave o local imediatamente com bastante água. Chame imediatamente o professor.
l) Não toque com os dedos os produtos químicos nem prove qualquer droga ou solução.
m) Não é recomendável tentar sentir o odor de uma substância. Entretanto, desde que o professor assim o permita, traga com as mãos pequenas porções do vapor em sua direção.
n) Deixe qualquer objeto quente esfriar por bastante tempo. Lembre-se que a aparência do objeto quente ou frio é a mesma.
o) O Campus Centro Politécnico está coberto pela assistência médica emergencial da **Plus Santé**, cujo telefone é **3342-5900**.É interessante registrar este número na agenda do seu telefone celular.

# 6 Apresentação dos materiais de laboratório de química

Nesta aula serão apresentados alguns dos materiais empregados em laboratório de química. Procure aprender as finalidades e o correto manuseio de cada um deles. No decorrer da disciplina o aluno terá a oportunidade de conhecer outros materiais de laboratório.

## 6.1 *Tarefa pré-laboratório*

Nesta aula não haverá tarefa pré-laboratório.

## 6.2 *O kit de materiais do Laboratório de Química Geral*

Cada bancada de trabalho possui um armário chaveado contendo um *kit* básico de materiais de laboratório. Ao receber a chave, abra o cadeado do armário, pegue com cuidado todo o material do seu interior e transfira-o para o espaço de trabalho da bancada. Lembre-se que a vidraria é frágil, tome cuidado no seu manuseio. O professor irá distribuir para cada bancada uma lista dos materiais contidos no *kit*. Confira cada item e procure saber qual a finalidade de cada um dos materiais listados. Se for constatada a falta de algum material, ou ainda este estiver quebrado ou sujo, comunique o professor para as devidas providências. Não será necessário chamar o professor se o material estiver molhado porém limpo.

Ao término da verificação do material, passe para o procedimento seguinte.

## 6.3 *Manuseio do termômetro e noções de erros em medidas*

Pegue o termômetro do *kit*, segure-o em posição vertical e observe o capilar contendo mercúrio ou algum líquido colorido. Faça a leitura da temperatura seguindo as instruções a seguir. Dirija o seu olhar em ângulo reto ao termômetro. Posicione seus olhos na altura do topo da coluna do líquido para evitar erros de paralaxe (Fig. 1). O termômetro é um instrumento graduado, sendo que neste caso cada divisão corresponde a 1 °C. Tente medir a temperatura do ar contando o número de divisões.

Pode ser que o topo da coluna líquida não coincida exatamente com uma das divisões do termômetro. Por exemplo, ele pode ficar situado entre 22 e 23 °C. Neste caso divida mentalmente a região entre estas duas divisões e procure estimar qual seria esta fração de grau Celsius; por exemplo, um aluno pode estimar que seja 22,7 °C.

Note que uma medida expressada como 21,7 °C possui mais informação do que se fosse escrito apenas 21 ou 22 °C. Em outras palavras, este valor possui um erro menor, por apresentar maior *precisão.* Qualquer medida deve dar uma ideia da sua precisão, e a forma mais simples para expressar isto é o uso de algarismos significativos. Nesta notação, o último dígito situado à direita deve ser o algarismo incerto, sendo os demais conhecidos. No exemplo dado, os primeiros dois algarismos (2 e 1) são conhecidos, e o terceiro (7) é o incerto.

Fig. 1: erro de paralaxe e a forma correta de proceder leitura de instrumento graduado.

Entretanto, se numa outra medida fosse observado que o topo da coluna líquida coincide exatamente com a divisão de 22 graus, deve-se anotar a temperatura como 22,0 °C. O zero extra indica que o terceiro algarismo é o incerto, não o segundo.

Realizada a leitura da temperatura do ar, anote no Caderno o valor com o número correto de algarismos significativos (isto é, com

precisão de décimos de grau Celsius).

A seguir coloque água da torneira num béquer de 250 mL e mergulhe nela o bulbo inferior do termômetro. Aguarde o tempo necessário para que ocorra o equilíbrio térmico, leia a temperatura da água (sem retirar o bulbo do termômetro da água) e anote no caderno com o número correto de algarismos significativos.

**Observação:** graus centígrados e graus Celsius não são sinônimos. Uma escala centígrada é aquela em que o intervalo entre os pontos de fusão e ebulição padrões da água é dividido por 100. Portanto as escalas Celsius e Kelvin são centígradas, apesar de serem diferentes entre si.

## 6.4 *Medidas de volumes*

Em grande parte da disciplina serão feitas determinações de volumes, principalmente de líquidos. Para uma medida de volumes com precisão deve-se utilizar as seguintes vidrarias: proveta, pipeta, bureta e balão volumétrico. As outras vidrarias fornecem medidas grosseiras de volume e não devem ser empregadas se forem desejadas medidas precisas.

Quando se coloca em repouso a água em vidro, devido à tensão superficial, ocorre uma curvatura na superfície líquida conhecida como menisco (Fig. 2). Para efetuar a leitura do volume de forma precisa, deve-se fazer com que a linha da visão tangencie a curvatura inferior do menisco, de modo a evitar erros de paralaxe.

O professor irá orientar sobre as formas corretas de medidas de volume para cada uma das vidrarias citadas.

## 6.5 *Tarefa pós-laboratório*

Nesta aula não haverá tarefa pós-laboratório.

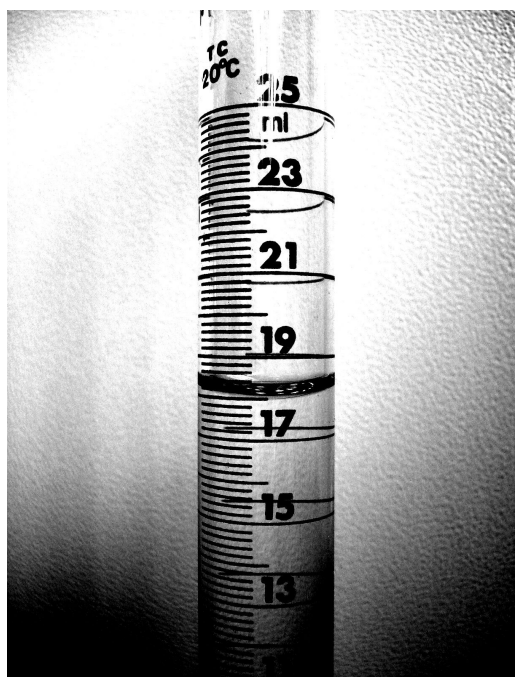



**Fig. 2:** o menisco, curvatura formada na superfície da água contida numa proveta.

# 7 Experimento 1: reações entre íons em solução aquosa

Os *eletrólitos* são substâncias químicas que, quando dissolvidas, produzem espécies eletricamente carregadas conhecidas como *íons*. As substâncias iônicas são formadas por combinação de *ânions* (íons positivos) e *cátions* (íons negativos) numa proporção tal que a carga elétrica total é nula.

Neste experimento serão misturadas soluções de eletrólitos em busca de evidências de reações químicas. Vários tipos de reações químicas podem ocorrer nessas situações, mas para simplificar, selecionou-se apenas aquelas que produzem sólidos, conhecidas como reações de precipitação. A manipulação das soluções é simples. Dever-se-ão misturar seis soluções em todas as combinações possíveis, duas a duas, para verificar em que casos se formam precipitados.

A partir das observações realizadas, será possível propor quais substâncias precipitaram.

Na tarefa pós-laboratório será trabalhada a representação das reações em equações químicas com três diferentes notações: equação molecular, equação iônica global e equação iônica simplificada.

## 7.1 *Tarefa pré-laboratório*

1) Prepare um cabeçalho no Caderno de Laboratório com o número e o título do experimento, e a data da aula. Prepare ainda no Caderno as tabelas descritas a seguir.
2) Organize uma tabela em branco com o título “Tabela 1: íons em solução aquosa” de acordo com o modelo abaixo. Ela será preenchida durante a aula.

| **solução** | **Cátion** | | **Ânion** | |
|---|---|---|---|---|
| | **fórmula** | **nome** | **fórmula** | **nome** |
| **Nº 1** | | | | |
| **Nº 2** | | | | |
| **. . .** | | | | |
| **Nº 6** | | | | |

3) Organize uma segunda tabela com o título "Tabela 2: observações das misturas de soluções", de acordo com o modelo abaixo. Reserve uma linha em branco dentro de cada célula da tabela contendo os títulos “Nº 1” a “Nº 6”, para anotar os íons presentes em cada uma das soluções.

| **Solução** | **Nº 6** *(linha em branco)* | **Nº 5** *(idem)* | **. . .** | **Nº 1** *(idem)* |
|---|---|---|---|---|
| **Nº 1** *(linha em branco)* | | | | |
| **Nº 2** *(idem)* | | | | |
| **. . .** | | | | |
| **Nº 6** **(idem)** | | | | |

## 7.2 *Procedimento*

Cada bancada receberá um conjunto de seis soluções em frascos conta-gotas. Verifique as fórmulas químicas das soluções fornecidas e procure identificar os ânions e os cátions presentes em cada uma delas. No final do roteiro deste experimento há tabelas de ânions e de cátions que podem ser consultadas para ajudar esta tarefa. Preencha a Tabela 1 preparada no seu Caderno de Laboratório. A seguir preencha nas

linhas previamente reservadas da Tabela 2, os cátions e os ânions de cada uma das soluções.

Organize-se em duplas para realizar o experimento. Cada equipe deverá pegar uma estante com tubos de ensaio. Deve-se misturar as soluções guiado pela Tabela 2. Por exemplo, coloque a solução Nº 1 no tubo de ensaio gota a gota até atingir cerca de 1 cm de altura; procure contar o número de gotas adicionadas. Acrescente ao mesmo tubo igual número de gotas da solução Nº 6. Agite o tubo de ensaio (o professor dará orientação do procedimento correto) para homogeneizar a solução. Observe durante alguns minutos, se ocorrer a formação de um precipitado escreva *"ppt"* na célula da Tabela 2 correspondente àquela combinação; se não se observar nada anote somente um traço ( – ). Em caso de dúvida, deixe o tubo na estante e aguarde uma eventual reação se completar.

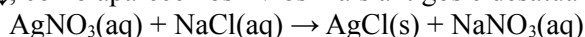
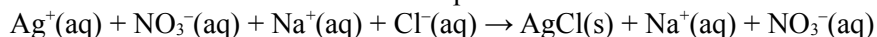
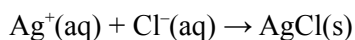
Repita o procedimento até esgotar todas as combinações de soluções possíveis. Nem todas as combinações da Tabela 2 são necessárias, pois não há sentido em se misturar a mesma solução entre si, nem há necessidade de se misturar solução Nº 6 com Nº 1, se já foram misturadas soluções Nº 1 com Nº 6.

Se todos os tubos de ensaio estiverem com soluções, descarte provisoriamente seu conteúdo em um béquer de 250 mL e lave-os, inicialmente com detergente e escova, seguido de enxágue com água da torneira e finalizado com água destilada contida na pisseta. Mesmo molhados, os tubos podem ser usados para efetuar novas misturas.

Ao final do experimento descarte a mistura contida no béquer em recipiente especificado pelo professor. **Não descarte nada na pia sem a autorização do professor.** Lave todos os materiais utilizados com escova e detergente, enxágue bem primeiro com água de torneira e finalize com água destilada. Guarde o material do *kit* no armário, confira o estado de cada material e tranque o cadeado.

Faça a tarefa pós-laboratório e entregue o trabalho para o professor.

## 7.3 *Tarefa pós-laboratório (fazer no Caderno de Laboratório)*

1) Procure na Tabela 2 uma célula em que foi observada precipitação e identifique as combinações de íons. Por exemplo, se você misturou soluções aquosas de $AgNO_3$ e NaCl, os íons presentes são $Ag^+$(aq), $NO^{3-}$(aq), $Na^+$(aq) e $Cl^-$(aq), e as novas combinações possíveis seriam AgCl e $NaNO_3$.
2) Procure identificar qual substância deve ser o precipitado. Para isso procure examinar o restante da tabela. Por exemplo, se for encontrada alguma combinação entre $Na^+$ e $NO_3^-$ em que não ocorreu precipitação, conclui-se que $NaNO_3$ é solúvel e, por exclusão, que o precipitado é o AgCl.
3) Uma vez identificada a substância que precipitou, escreva a equação química molecular da reação. Nesta notação as substâncias químicas são representadas na forma de moléculas, seguidas pela indicação do seu estado físico entre parêntesis, como: solução aquosa (aq), sólido (s), liquido (l) ou gasoso (g). Observe que a formação de um precipitado é representada pela abreviação (s), e não (ppt), $\underline{AgCl}$ ou AgCl↓, como aparece nos livros mais antigos e desatualizados. Por exemplo:
$$AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$$
4) Escreva a mesma reação na forma de equação iônica global da reação, em que são representados todos os íons presentes em solução quando foram misturados os reagentes. O produto precipitado deve ser deixado na forma molecular. Por exemplo:
$$Ag^+(aq) + NO_3^-(aq) + Na^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s) + Na^+(aq) + NO_3^-(aq)$$
5) Reescreva a equação anterior omitindo os íons que aparecem tanto no membro esquerdo como no membro direito da equação. Procedendo assim obtém-se a equação iônica simplificada da reação, em que apenas os íons que efetivamente contribuem para a reação são representados. Os demais íons, presentes em solução ao se misturarem os reagentes e que não participam da reação, são denominados íons espectadores.
$$Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s)$$
6) Repita os passos (1) a (5) para as demais células da tabela em que se constatou a ocorrência de precipitado.
7) Copie as equações químicas em uma folha e entregue ao professor. Esta tarefa será considerada como o trabalho valendo a nota desta aula. **A entrega da tarefa deve ser individual.**

## Tabela de cátions

| Fórmula | Nome | Fórmula | Nome | Fórmula | Nome |
|---|---|---|---|---|---|
| $Ag^{+}$ | prata | $Cu^{2+}$ | cobre (II) ou cúprico | $Pb^{2+}$ | chumbo (II) ou plumboso |
| $Al^{3+}$ | alumínio | $Fe^{2+}$ | ferro (II) ou ferroso | $Pb^{4+}$ | chumbo (IV) ou plúmbico |
| $Ba^{2+}$ | bário | $Fe^{3+}$ | ferro (III) ou férrico | $Pd^{2+}$ | paládio (II) ou paladoso |
| $Ca^{2+}$ | cálcio | $H^{+}$ | hidrogênio | $Pd^{4+}$ | paládio (IV) ou paládico |
| $Cd^{2+}$ | cádmio | $Hg^{2+}$ | mercúrio (II) ou mercúrico | $Pt^{2+}$ | platina (II) ou platinoso |
| $Ce^{3+}$ | cério (III) ou ceroso | $Hg_2^{2+}$ | mercúrio (I) ou mercuroso | $Pt^{4+}$ | platina (IV) ou platínico |
| $Ce^{4+}$ | cério (IV) ou cérico | $K^{+}$ | potássio | $Rb^{+}$ | rubídio |
| $Co^{2+}$ | cobalto (II) ou cobaltoso | $Li^{+}$ | lítio | $Sn^{2+}$ | estanho (II) ou estanoso |
| $Co^{3+}$ | cobalto (III) ou cobáltico | $Mg^{2+}$ | magnésio | $Sn^{4+}$ | estanho (IV) ou estânico |
| $Cr^{2+}$ | crômio (II) ou cromoso | $Mn^{2+}$ | manganês (II) ou manganoso | $Sr^{2+}$ | estrôncio |
| $Cr^{3+}$ | crômio (III) ou crômico | $Na^{+}$ | sódio | $Zn^{2+}$ | zinco |
| $Cs^{+}$ | césio | $NH_4^{+}$ | amônio | | |
| $Cu^{+}$ | cobre (I) ou cuproso | $Ni^{2+}$ | níquel (II) ou niqueloso | | |

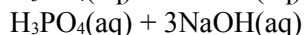
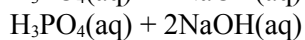
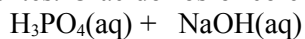
## Tabela de ânions

| Fórmula | Nome | Fórmula | Nome | Fórmula | Nome |
|---|---|---|---|---|---|
| $AlO_2^{-}$ | aluminato | $CO_3^{2-}$ | carbonato | $OH^{-}$ | hidróxido |
| $AsO_4^{3-}$ | arsenato | $HCO_3^{-}$ | hidrogenocarbonato ou bicarbonato | $PO_4^{3-}$ | ortofosfato |
| $BO_2^{-}$ | metaborato | | | $HPO_4^{2-}$ | monoidrogenofosfato |
| $BO_3^{3-}$ | ortoborato | $F^{-}$ | fluoreto | $H_2PO_4^{-}$ | diidrogenofosfato |
| $Br^{-}$ | brometo | $[Fe(CN)_6]^{3-}$ | ferricianeto | $S^{2-}$ | sulfeto |
| $BrO_2^{-}$ | bromito | $[Fe(CN)_6]^{4-}$ | ferrocianeto | $HS^{-}$ | hidrogenossulfeto ou bissulfeto |
| $BrO_3^{-}$ | bromato | $H^{-}$ | hidreto | | |
| $C_2^{2-}$ | acetileto | $HPO_3^{2-}$ | fosfito | $S_2O_3^{2-}$ | tiossulfato |
| $C_2O_4^{2-}$ | oxalato | $H_2PO_3^{-}$ | hidrogenofosfito | $SiO_4^{4-}$ | ortossilicato |
| $CH_3COO^{-}$ | acetato | $I^{-}$ | iodeto | $SO_3^{2-}$ | sulfito |
| $Cl^{-}$ | cloreto | $IO_3^{-}$ | iodato | $HSO_3^{-}$ | hidrogenossulfito ou bissulfito |
| $OCl^{-}$ | hipoclorito | $IO_4^{-}$ | metaperiodato | | |
| $ClO_2^{-}$ | clorito | $MnO_4^{-}$ | permanganato | $SO_4^{2-}$ | sulfato |
| $ClO_3^{-}$ | clorato | $N_3^{-}$ | azoteto ou azida | $HSO_4^{-}$ | hidrogenossulfato ou bissulfato |
| $ClO_4^{-}$ | perclorato | $NO_2^{-}$ | nitrito | | |
| $CN^{-}$ | cianeto | $NO_3^{-}$ | nitrato | | |
| $OCN^{-}$ | cianato | $O^{2-}$ | óxido | | |
| $SCN^{-}$ | tiocianato | $O_2^{2-}$ | peróxido | | |

## 7.4 *Referências bibliográficas*


- A. L. Clellan, *Química, uma ciência experimental*, 5ª Ed., Vol. 1. São Paulo: EDART Livraria Editora, 1976. p.194-195.
- A. L. Clellan, *Guia do Professor para Química: uma Ciência Experimental*. Lisboa: Fundação Calouste Gulbekian, *s.d*. p. 185-188.
- J. C. Kotz. , P. Treichel, *Química e reações químicas*, traduzido da quarta edição em inglês, volumes I e II, editora LTC, Rio de Janeiro (2002).
- B. H. Mahan, R. J. Myers, *Química, um curso universitário*, traduzido da 4ª ed. São Paulo: Edgard Blücher (1993).
- J. B. Russell, *Química Geral*, vol. 1 e 2, 2ª Ed. São Paulo: Makron Books (1994).

# 8 <u>Experimento 3:</u> balanceamento de equação química a partir de titulação ácido-base

Neste experimento será efetuada a reação entre uma solução de ácido fosfórico com hidróxido de sódio em duas condições diferentes. O ácido fosfórico é triprótico, portanto pode reagir com a base em três proporções diferentes: $H_3PO_4(aq) +\ \ NaOH(aq)$
$H_3PO_4(aq) + 2NaOH(aq)$
$H_3PO_4(aq) + 3NaOH(aq)$

No experimento deve-se pegar uma quantidade conhecida de ácido fosfórico ao qual se adicionou uma substância colorida sensível à variação de pH, conhecida como *indicador ácido-base*. A seguir deve-se adicionar gota a gota uma solução de hidróxido de sódio, até que se observe uma variação na cor da solução (devido ao indicador ácido-base). Conhecendo-se o volume do hidróxido de sódio, torna-se possível calcular a quantidade de hidróxido de sódio e, a partir desta, a proporção entre os reagentes (ácido fosfórico e hidróxido de sódio). Com este dado, deve-se balancear a equação química para que descreva corretamente a estequiometria da reação.

O procedimento delineado no parágrafo anterior é conhecido como titulação ou análise volumétrica, que é baseado na mistura de duas soluções, sendo que uma delas tem o volume determinado com grande precisão através da vidraria conhecida como *bureta.* Como todo experimento quantitativo, todo o cuidado deve ser tomado para tornar que se minimizem os erros, senão os dados coletados serão inúteis para se chegar a alguma conclusão.

## 8.1 *Tarefa pré laboratório*

Faça duas tabelas iguais (para os itens 9.3 e 9.4 do roteiro), para serem anotados os seguintes dados:

concentração do $H_3PO_4$;
volume do $H_3PO_4$;
indicador;
concentração do NaOH;
volume do NaOH da 1ª titulação;
volume do NaOH da 2ª titulação;
volume do NaOH da 3ª titulação.

## 8.2 *Manuseio da bureta e a sua preparação*

Apesar de já ter sido trabalhado o manuseio da bureta em aula anterior (apresentação dos materiais de laboratório de química), será feita aqui uma revisão e um treinamento adicional. Preste muita atenção nos detalhes, pois qualquer inobservância às recomendações podem introduzir erros inaceitáveis nos dados.

Observe a bureta que está sobre a sua bancada, presa em suporte apropriado. Como é uma vidraria destinada a *liberar* um volume conhecido de líquido, o seu *zero* fica situado na parte superior, e a sua capacidade máxima (50 mL) na parte inferior. Preencha-a com água destilada, remova a bolha de ar que fica no seu bico (peça ajuda ao professor) e ajuste o menisco até a marca de 0 mL. Aguarde alguns minutos para verificar se há algum eventual vazamento.

Se você for destro, manipule a torneira com a mão esquerda; se for canhoto, use a mão direita. A mão deve envolver completamente a bureta ao segurar a torneira (siga orientação do professor), para evitar vazamentos. Procure treinar a habilidade de controlar a abertura da torneira, até se tornar capaz de controlar a velocidade de gotejamento da água. Observe que na torneira totalmente aberta a manopla estará paralela à direção da bureta. Ao contrário, para fechar a torneira, a manopla deverá ser colocada na posição ortogonal.

Após este treinamento, passe para a preparação da bureta para o experimento propriamente dito. A bureta receberá a solução de NaOH de concentração conhecida. Pegue a solução do frasco estoque e transfira-o para um béquer de 250 mL LIMPO e SECO. Se o béquer estiver molhado, a concentração do NaOH irá se alterar. Para evitar isto proceda o *condicionamento* do béquer, seguindo os passos:

i) coloque um pequeno volume da solução no béquer;
ii) incline e gire o béquer em várias direções, até que a solução tenha molhado toda a superfície interna;
iii) descarte a solução na pia;
iv) repita os items (*i*) a (*iii*) duas ou três vezes.

Efetuados todos os passos, o béquer estará molhada com a solução de NaOH e portanto sua concentração não será mais alterada. Pegue então a solução de hidróxido de sódio neste béquer e leve-o à bancada. Não se esqueça de anotar no seu Caderno o valor da concentração do NaOH.

A bureta estará molhada, portanto ela deverá ser condicionada. Faça com a bureta o mesmo procedimento descrito nos passos (*i*) a (*iv*) do parágrafo anterior. Depois encha-a com a solução de NaOH, retire a bolha de ar do seu bico e ajuste o menisco na marca de 0 mL. Prossiga o procedimento, fazendo a primeira titulação.

## 8.3 *Titulação com indicador verde de bromocresol*

Utilizando a pipeta volumétrica, transfira 20 mL de solução de ácido fosfórico ($H_3PO_4$) a um erlenmeyer. Adicione duas a três gotas de indicador *verde de bromocresol* à solução ácida. Observe bem a cor inicial da solução, que deverá ser amarela.

Se você for destro, segure o pescoço do erlenmeyer com a mão direita ou, caso seja canhoto, com a mão esquerda. Coloque o bico da bureta na entrada do erlenmeyer, e faça movimentos circulares suaves para agitar o seu conteúdo. Tome cuidado para que o erlenmeyer não atinja o bico da bureta para não quebrá-lo.

Com a outra mão, abra lentamente a torneira, para que seja adicionada solução de NaOH gota a gota. Não esqueça de continuar agitando a solução do erlenmeyer. Logo quando se adiciona a base deve-se notar o aparecimento de uma cor verde, que deve desaparecer imediatamente após agitação. Sempre observe a cor da solução; quando o desaparecimento da cor verde se tornar lenta, diminua a velocidade de gotejamento da bureta, até que ocorra uma mudança irreversível na cor. Interrompa imediatamente a adição de NaOH fechando a torneira, faça a leitura do volume na bureta (lembre-se que a marca de 0 mL fica na parte superior, e de 50 mL, na parte inferior) e anote no seu Caderno. **Um erro muito comum na titulação é o de se ultrapassar o ponto final da titulação, adicionando mais titulante que o necessário.** Se a cor da solução estiver próximo ao azul, certamente o ponto final foi ultrapassado.

Transfira mais solução de NaOH do béquer para a bureta e zere seu volume. Como há a possibilidade de ter sido cometido algum erro, repita a titulação até obter volumes próximos (duas ou três titulações). Para dar oportunidade a todos fazerem a titulação, reveze entre os colegas da equipe.

Descarte as soluções do erlenmeyer na pia, lave-o com bastante água de torneira e três vezes com jatos de água destilada da pisseta, para fazer a titulação do item seguinte do procedimento.

## 8.4 *Titulação com indicador fenolftaleína*

Repita o mesmo procedimento do item 9.3 do roteiro, apenas substituindo o indicador por *fenolftaleína*. O ponto final da titulação ocorre na transição irreversível de cor de incolor para rosa clara (se ficar magenta foi adicionado NaOH em excesso). O volume resultante deve ser diferente da titulação do item 9.3.

Descarte todas as soluções na pia, lave e guarde todos os materiais.

## 8.5 *Tarefa pós-laboratório*

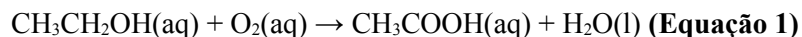
1) Calcule, a partir das concentrações e dos volumes anotados no item 9.3 do roteiro, a quantidade de matéria (em mol) de $H_3PO_4$ e de NaOH do ponto final da titulação.
2) Faça a razão entre as quantidades de matéria: $n$(NaOH) / $n$($H_3PO_4$). Determine se a proporção entre os reagentes é 1:1, 1:2 ou 1:3.
3) Escreva a equação química balanceada da reação efetuada na presença do indicador verde de bromocresol, seguindo o modelo:
$$H_3PO_4(aq) + x\ NaOH(aq) \rightarrow Na_xH_{(3-x)}PO_4(aq) + x\ H_2O(l)$$
4) Repita os passos (1) a (3) para o item 9.4 do roteiro, na presença do indicador fenolftaleína.
5) Copie os resultados (somente os valores finais) dos items (1) a (4) numa folha de papel e entregue para o professor (ENTREGA INDIVIDUAL).

## 8.6 *Referência Bibliográfica*

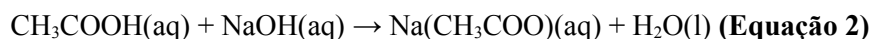

- STATE, H. M. “Writing a chemical equation from titration data”, *J.Chem. Educ.* 39(6), 297, 1962.

# 9 Experimento 4: determinação de ácido acético em vinagre

O vinagre comercial é produzido pela fermentação aeróbica do etanol por acetobactérias, cuja reação total pode ser representada pela equação:

$CH_3CH_2OH(aq) + O_2(aq) \rightarrow CH_3COOH(aq) + H_2O(l)$ **(Equação 1)**

O etanol é obtido pela fermentação de carboidratos encontrados em frutas, cereais ou cana de açúcar.

Na aula passada foi feita a titulação do $H_3PO_4$ com NaOH para encontrar a sua equação química, corretamente balanceada. Neste experimento será feito o contrário. A partir da equação conhecida da reação entre o ácido acético com o hidróxido de sódio:

$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow Na(CH_3COO)(aq) + H_2O(l)$ **(Equação 2)**

será determinada a concentração de ácido contido no vinagre. Uma amostra de um volume conhecido de vinagre será titulada com solução padrão de NaOH. Uma solução padrão é aquela que tem sua concentração conhecida com precisão, determinada através do procedimento conhecido como padronização. Neste experimento a padronização será dispensada, pois uma solução previamente padronizada será fornecida aos alunos. Deve-se lembrar que numa titulação, pequenos erros podem levar a grandes erros nos resultados, portanto siga o procedimento com o máximo cuidado.

## 9.1 *Tarefas Pré-laboratório*

1) A turma de alunos deverá trazer frascos de vinagre comercial a ser titulado.
2) Calcule a massa molar do ácido acético ($CH_3COOH$) e anote no Caderno de Laboratório.
3) Elabore no Caderno uma tabela que contenha os seguintes dados:

   nome comercial do vinagre;

   procedência do vinagre;

   teor de acidez nominal.
4) Elabore uma segunda tabela onde se possa anotar os seguintes dados:

   volume do vinagre;
   concentração do NaOH;
   volume do NaOH da 1ª titulação;
   volume do NaOH da 2ª titulação;
   volume do NaOH da 3ª titulação.

## 9.2 *Procedimento*

Transfira, com uma pipeta volumétrica, 3 mL de vinagre para um erlenmeyer. Anote os dados do rótulo do vinagre no Caderno. Adicione à solução 50 a 100 mL de água destilada, seguido por três gotas do indicador fenolftaleína.

Preencha a bureta com a solução de NaOH, seguindo o mesmo procedimento da aula passada. Não se esqueça de condicionar a bureta, nem de eliminar o ar presente na torneira e na ponta. Peça ajuda ao professor sempre que necessário.

Efetue a titulação adicionando gota a gota o NaOH, até observar uma leva cor rosa permanente, que não desaparece com a agitação. Cuidado: se a cor final for magenta e não rosa, o ponto final da titulação foi ultrapassado, portanto houve excesso de adição do titulante. Anote no Caderno o volume lido na bureta com uma precisão melhor que ±0,05 mL.

Preencha a bureta, ajuste a marca de 0 mL e repita a titulação. Se o volume obtido não for próximo ao da primeira titulação (diferença superior a ±0,1 mL), repita-a pela terceira vez. Para dar oportunidade a todos fazerem a titulação, reveze entre os colegas da equipe.

Descarte todas as soluções na pia, lave os materiais e guarde-os.

## 9.3 *Tarefas pós-laboratório*

1) Caso três titulações tenham sido feitas, tire a média dos dois valores lidos na bureta que sejam mais próximos, desprezando o terceiro. Com a média dos volumes e a concentração do NaOH padrão, calcule a quantidade de matéria da base empregada na titulação.
2) A partir da estequiometria da reação (Equação 1), determine a quantidade de matéria do $CH_3COOH$ que reagiu. Converta essa grandeza para massa.
3) A acidez do vinagre é especificada em percentagem massa/volume, isto é, em gramas de ácido acético para 100 mL de vinagre. Por meio da proporcionalidade direta ("regra de três"), calcule a percentagem de ácido acético no vinagre:

$$m(CH_3COOH\ \text{titulado}) \quad - \quad V(\text{vinagre titulado})$$
$$\text{Acidez} \quad - \quad 100\ \text{mL}$$

4) Compare o valor de acidez obtido pela sua equipe com o valor nominal fornecido pelo fabricante.
5) Copie a tabela do item (3) das Tarefas Pré-laboratório, e as respostas (somente os valores finais) aos itens (1) a (3) das Tarefas Pós-laboratório numa folha de papel. Entregue-o ao professor como trabalho desta aula (ENTREGA INDIVIDUAL).

## 9.4 *Referências bibliográficas*


- BACCAN, N.; ANDRADE, J.C.; GODINHO, O.E.S.; BARONE, J.S.; Química Analítica Quantitativa Elementar, 2a. Ed. rev. ampl., Editora Edgard Blucher LTDA, 1979.
- SKOOG, D.A.; WEST, D.M.; HOLLER, F.J.; Fundamentals of Analytical Chemistry, 7th edition, Saunders College Publishing, 1996.
- GUIMARÃES, O.M.; MESSERSCHMIDT, I.; GRASSI, M.T.; MERCE, A.L.R.; Roteiro de aulas práticas de química analítica, UFPR, 2006.

# 10 Experimento 5: determinação da estequiometria de uma reação através de medidas de entalpia

Durante uma reação química pode ocorrer liberação (reação exotérmica) ou absorção (reação endotérmica) de *calor*. Quando a reação é realizada sob pressão constante, o calor é numericamente igual à diferença entre a *entalpia* dos produtos e a *entalpia* dos reagentes: $Q_P = \Delta H$(produtos) – $\Delta H$(reagentes). A entalpia de uma substância é uma *propriedade extensiva*, isto é, que depende da *quantidade de matéria*. Portanto, numa reação química, o calor é uma quantidade diretamente proporcional às quantidades dos reagentes consumidos e dos produtos formados.

O efeito causado pelo calor sobre um sistema é a variação de temperatura, que é expressa pela fórmula 1:

$$(1)\quad Q=\int_{T\,(\text{inicial})}^{T\,(\text{final})} C\,dT$$

$C$ é a capacidade calorífica do sistema (J $K^{-1}$ ou J $°C^{-1}$ no Sistema Internacional) e, para pequeno intervalo de temperatura, pode ser considerada aproximadamente constante. Neste caso a integral (1) torna-se:

$$(2)\quad Q=C\,\Delta T$$

Neste experimento serão realizadas medidas de variação de entalpia de reação entre um ácido e base em diferentes proporções, com o objetivo de descobrir sua estequiometria.

## 10.1 *Tarefa pré-laboratório*

Prepare uma tabela no Caderno de Laboratório, seguindo o modelo abaixo:

| $V(H_2SO_4)$ /mL | V(NaOH) /mL | $n(H_2SO_4)$ /$10^{-3}$ mol | $n$(NaOH) /$10^{-3}$ mol | $\Delta H$(reação) /kJ |
|---|---|---|---|---|
| 6 | 48 | | | |
| 12 | 42 | | | |
| 18 | 36 | | | |
| 24 | 30 | | | |
| 30 | 24 | | | |
| 36 | 18 | | | |
| 42 | 12 | | | |
| 48 | 6 | | | |

## 10.2 *Determinação da capacidade calorífica do calorímetro*

O *calorímetro* a ser usado na aula é um frasco recoberto por um material isolante térmico. Durante um curto intervalo de tempo não há troca de calor com o ambiente, portanto toda a variação de entalpia de uma reação envolve troca de energia com a solução e com o próprio calorímetro. Como cada calorímetro possui um valor próprio de capacidade calorífica, este valor terá que ser determinado experimentalmente, através da *calibração do calorímetro*. Esta calibração é feita a partir da realização de uma reação química cuja entalpia é bem conhecida, para que se possa determinar a capacidade calorífica do calorímetro.

### Procedimento

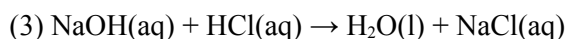
Meça, numa proveta, 40 mL de solução de HCl 1,5 mol $L^{-1}$ e transfira-o para o frasco interno do calorímetro. Leia a temperatura inicial da solução, quando esta se tornar constante. Anote o valor lido com a melhor precisão possível (não despreze a fração de °C). **Cuidado: ácidos e bases nesta concentração são bastante corrosivos. Evite o contato da solução com o corpo; caso isto ocorra, lave imediatamente a área afetada com bastante água corrente e chame o professor.**

Meça, em outra proveta, 40 mL da solução de NaOH 1,5 mol $L^{-1}$ . Adicione com cuidado a solução de hidróxido de sódio à solução ácida contida no calorímetro e agite suavemente. Tome cuidado para não causar respingos ou derramamentos. Anote a temperatura final da solução, antes que ocorra queda por perda de calor para o ambiente.

Calcule a variação de temperatura $\Delta T$ do sistema.

### Interpretação dos resultados

A capacidade calorífica do calorímetro será obtida do balanço energético da reação de neutralização de hidróxido de sódio com ácido clorídrico. A reação que ocorre é a seguinte:

(3) $NaOH(aq) + HCl(aq) \rightarrow H_2O(l) + NaCl(aq)$

ou representando somente os íons que participam da reação (equação química simplificada):

(4) $OH^-(aq) + H^+(aq) \rightarrow H_2O(l)$

A entalpia da reação (4) é facilmente calculada a partir de valores tabelados de entalpias de formação padrão:

(5) $\Delta_m H°(OH^- + H^+ \rightarrow H_2O) = \Delta_f H°(H_2O) - \Delta_f H°(OH^-) - \Delta_f H°(H^+) = -55{,}84 \text{ kJ mol}^{-1}$

Se não ocorrer nenhuma transferência de energia com o ambiente, todo o calor produzido pela reação (4) será absorvido pela solução e pelo calorímetro. Portanto se pode assumir que:

(6) $\Delta H$ (reação) + $Q$(solução) + $Q$(calorímetro) = 0.

Cada termo da equação (6) deverá ser calculado através dos passos a seguir.

a) O calor liberado pela reação $\Delta H$(reação) depende da quantidade de reagentes adicionados. Calcule a quantidade (em mol) de NaOH adicionado a partir dos valores de concentração e de volume adicionado. A seguir calcule o valor do calor com a fórmula (7):

   (7) $\Delta H$(reação) = calor liberado pela reação = $n(NaOH) \cdot \Delta_m H°(OH^- + H^+ \rightarrow H_2O)$

   ou, se preferir, através da proporcionalidade direta (“regra de três”).

b) Para determinar o segundo termo, considere que a solução tem comportamento térmico bem próximo ao da água pura. Calcule o volume total da mistura das soluções reagentes. A partir deste volume, supondo que a densidade fica em torno de 1,00 g $mL^{-1}$, calcule a massa de água presente no calorímetro.

c) Sabe-se que 1 g de água pura tem capacidade calorífica aproximada de 4,18 J $°C^{-1}$; calcule a capacidade calorífica para a massa de água determinada anteriormente.

d) Finalmente, para se obter o calor absorvido pela solução $Q$(solução) empregue a fórmula (2). Alternativamente, pode-se apelar para a fórmula (8):

   (8) $Q$(solução) = calor absorvido pela solução = $m(H_2O) \cdot c(H_2O) \cdot \Delta T$ ;

e) Conhecidos dois termos de (6), o terceiro termo fica determinado. Através da fórmula (9) calcule a capacidade calorífica do calorímetro:

   (9) $Q$(calorímetro) = calor absorvido pelo calorímetro = $C$(calorímetro) $\cdot \Delta T$ .

## 10.3 *Determinação da estequiometria de reação entre NaOH e $H_2SO_4$*

Serão realizadas várias medidas no calorímetro, com diferentes quantidades de $H_2SO_4$, para determinar a estequiometria da reação com NaOH. Cada equipe será responsável pela determinação de um valor de entalpia, a ser atribuído pelo professor.

### Procedimento

Na tabela preparada na Tarefa Pré-laboratório há linhas com diferentes proporções de volumes de soluções de NaOH e de $H_2SO_4$ a serem misturadas. Não será necessário fazer todas as misturas da tabela, pois cada equipe será responsável por fazer apenas uma. O professor dirá com qual delas sua equipe deverá trabalhar. Pegue duas provetas. Numa proveta meça o volume especificado da solução de NaOH 1,5 mol $L^{-1}$ e, na outra, da solução de $H_2SO_4$ 1,5 mol $L^{-1}$.

Coloque 26 mL de água destilada no calorímetro. Transfira para o calorímetro todo o conteúdo da proveta que contenha o maior volume de líquido e agite bem. **Cuidado: os ácidos e as bases nesta concentração são bastante corrosivos. Evite o contato da solução com o corpo; caso isto ocorra, lave imediatamente a área afetada com bastante água corrente e chame o professor.**

Tampe o calorímetro e espere a temperatura se estabilizar. Anote o valor lido com a melhor precisão possível (não despreze a fração de °C).

Adicione a solução da outra proveta ao calorímetro, tampe e agite suavemente. Leia a temperatura e anote o valor quando se estabilizar, antes que comece a diminuir por perda de calor para o ambiente.

Calcule a variação de temperatura $\Delta T$.

### Cálculo da entalpia de reação

Nesta reação pode-se utilizar também a fórmula (6) para o cálculo da entalpia da reação, porém desta vez a incógnita será $\Delta H$(reação).

1) Calcule $Q$(solução) usando a fórmula (8).
2) Calcule $Q$(calorímetro) usando a fórmula (9) e o valor de $C$(calorímetro) obtido na calibração.
3) Calcule $\Delta H$(reação) e anote seu valor na linha apropriada da tabela de dados no Caderno.
4) Recolha os valores dos colegas para completar a coluna $\Delta H$(reação) da tabela de dados do Caderno.

### Determinação da estequiometria da reação

Com base nas concentrações e dos volumes das soluções, calcule e preencha as colunas $n(H_2SO_4)$ e $n$(NaOH) da tabela.

Num papel milimetrado, prepare um gráfico com os valores de $n(H_2SO_4)$ e $n$(NaOH) no eixo das abcissas, e com valores de $\Delta H$(reação) no eixo das ordenadas. Anote no gráfico todos os pontos da tabela de dados.

O professor dará orientações de como traçar o gráfico e encontrar a estequiometria da reação.

## 10.4 *Referência Bibliográfica*


- PEQ-Projetos de ensino de química. GIESBRECHT, E. (Coord.). *Experiências de química: técnicas e conceitos básicos.* São Paulo : Moderna, 1982. p. 84-87.
- MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. *Química: um curso universitário*, trad. 4ª Ed. americana. São Paulo: Edgard Blücher, 1995. p. 196-232.

# 11 <u>Experimento 6:</u> estequiometria da reação de oxirredução de produção de gás hidrogênio a partir do alumínio metálico

Nesta experiência será realizada uma reação entre o alumínio metálico e uma solução de hidróxido de sódio para produzir o gás hidrogênio. O volume do hidrogênio coletado será medido à temperatura e à pressão ambientes que deverão ser cuidadosamente determinados, pois são variáveis importantes para se definir o estado dos gases. A partir destes dados deverão ser obtidos:

- o volume molar do gás hidrogênio nas condições ambientes;
- a estequiometria e a equação química correspondente a esta reação.

## 11.1 *Tarefas pré-laboratório*

Construa uma tabela de dados para anotar as seguintes informações:

massa de alumínio;
volume de hidrogênio;
temperatura da água (temperatura ambiente);
pressão ambiente (lida no barômetro);
pressão de vapor d'água à temperatura ambiente.

## 11.2 *Procedimento*

Recorte um pedaço de papel alumínio e pese. A massa deve ficar entre 0,04 a 0,05 g.

Enrole um pedaço de fio de cobre ao redor de uma caneta ou lápis, no formato de uma espiral. Deixe sem enrolar cerca de 5 cm de fio de cobre, para servir de cabo. Enrole o papel alumínio na espiral de cobre, para prende-lo firmemente.

Adapte uma presilha a um suporte vertical e prenda uma garra metálica para manter em posição vertical uma proveta de 100 mL. Coloque perto do suporte um béquer de 500 ou 1000 mL com água de torneira, até cerca de dois terços de seu volume.

Pegue um termômetro seco e leia a temperatura do ar. A seguir mergulhe-o na água do béquer. Aguarde alguns minutos e leia a temperatura da água. Caso observe alguma diferença em relação à temperatura do ar, aguarde cerca de 15 minutos até que a temperatura do ar e da água se igualem.

Deixe à mão os seguintes materiais: um béquer contendo cerca de 50 mL de solução de NaOH 5 mol $L^{-1}$, uma proveta de 100 mL, um pedaço pequeno de filme plástico, o fio de cobre com o papel alumínio, o béquer de 500 ou 1000 mL com água e a garra presa no suporte. Não se deve perder tempo nos passos seguintes, para minimizar erros com a perda de gás a ser produzido.

Incline ligeiramente a proveta e transfira a solução de NaOH do béquer com cuidado, evitando respingos. Faça com que a solução escorra vagarosamente pelas paredes da proveta. **CUIDADO: o hidróxido de sódio é muito corrosivo; se entrar em contato com esta solução, lave imediatamente o local atingido com bastante água corrente. Tome especial cuidado com os olhos.**

Com a proveta na mesma posição, encha-o lentamente com a água destilada com o auxílio de uma pisseta. Aproveite para lavar as paredes da proveta de qualquer porção de base que tenha ficado aderente; desta forma, o líquido na parte superior da proveta, conterá somente água. A solução de NaOH, por ser mais densa que a água, tende a ficar na parte inferior; faça o possível para não deixar subir a camada que está no fundo da proveta. Pequenas bolhas que estejam aderentes às paredes da proveta podem ser desalojadas com pancadas leves. Encha completamente a proveta com água, até quase transbordar.

Segure pelo cabo da espiral de fio de cobre e introduza-o uns 3 cm no interior da proveta. Entorte o cabo de fio de cobre sobre a borda da proveta e prenda-o para que não caia no seu fundo. Feche a proveta com um pedaço de filme plástico. A proveta deve estar completamente cheia, de maneira que ao cobrir com o filme não se forme bolha de ar no interior.

Segure o filme de PVC com a mão e inverta a proveta, evitando que o seu conteúdo vaze, e emborque-a na água contida no béquer. Procure deixar a parte inferior da proveta o mais próximo possível do fundo do béquer, para evitar a perda do NaOH. Fixe-a utilizando o suporte com garra. A solução de

NaOH, sendo mais densa do que a água, difundir-se-á através dela até a parte inferior da proveta e reagirá com o metal.

Depois que a reação cessar, espere por uns 5 minutos, para deixar a proveta atingir a temperatura ambiente. Solte quaisquer bolhas que estejam presas à parede da proveta.

Eleve ou abaixe a proveta até que o líquido em seu interior esteja no mesmo nível que o de fora. Isso permitir-lhe-á medir o volume dos gases que estão dentro da proveta (hidrogênio e vapor d'água) à pressão ambiente. Leia o volume, colocando seus olhos no mesmo nível que a base do menisco (superfície curva do líquido dentro da proveta). Anote o volume do gás com a melhor aproximação permitida pela proveta.

Retire a proveta da água e despeje a solução do béquer na pia. Lave todo o material utilizado e guarde-o. Confira o *kit* de materiais do armário antes de fechar o cadeado.

O professor lhe dará o valor da pressão ambiente, ou o ajudará a ler em um barômetro.

## 11.3 *Tratamento de dados*

### Cálculo do volume molar do hidrogênio nas condições ambientes

1) O gás contido na proveta é uma mistura de hidrogênio e de vapor d'água, já que este foi recolhido em água. A pressão total produzida por esses dois gases é igual à pressão ambiente lida no barômetro:

$$P(H_2) + P(H_2O) = P(\text{ambiente})$$

Converta o valor da pressão para a unidade SI Pascal (lembre-se, 760 mmHg corresponde a 101 325 Pa). A pressão de vapor d'água depende da temperatura, e está listada na Tabela 1. A pressão parcial de hidrogênio pode ser calculada da seguinte maneira:

$$P(H_2) = P(\text{ambiente}) - P(H_2O)$$

2) Calcule, através da equação de estado dos gases ideais, o volume ($V$) de um mol de hidrogênio à pressão $P(H_2)$ do item (1), e à temperatura ($T$) ambiente (lembre-se de converter a temperatura para Kelvin):

$$P\ V = n\ R\ T$$

Dado: $R = 8{,}315$ Pa m$^3$ K$^{-1}$ mol$^{-1}$ (constante dos gases ideais).

### Determinação da estequiometria da reação

3) Converta a massa do alumínio usado (grama) no experimento para quantidade de matéria (mol). Dado: $M(\text{Al}) = 26{,}98$ g mol$^{-1}$ ( massa molar do alumínio).
4) Através da proporcionalidade direta, determine qual volume de hidrogênio $V(H_2$, 1 mol Al) seria produzido por um mol de alumínio nas condições do experimento:

$V(H_2$, proveta) – $n(\text{Al})$ (questão 3)

$V(H_2$, 1 mol Al) – 1 moL

5) Calcule a razão entre os volumes obtidos nos itens (4) e (2). Como esta razão se relaciona com a estequiometria da reação? Qual a quantidade (em mol) de hidrogênio que se forma quando se reage 1 mol de alumínio? Compare com os valores obtidos pelos colegas.
6) Com base na resposta ao item (5), proponha os coeficientes estequiométricos da equação química que representa a reação de produção de hidrogênio a partir do alumínio:

$$__\ \text{Al(s)} + __\ \text{NaOH(aq)} + __\ H_2O\text{(l)} \rightarrow __\ \text{NaAlO}_2\text{(aq)} + __\ H_2\text{(g)}$$

7) Copie as respostas aos itens (1) e (6) numa folha de papel, e entregue-o ao professor (ENTREGA INDIVIDUAL).

**Tabela 1**: pressão do vapor d'água em função da temperatura.

| ***t* / °C** | ***P* / Pa** | ***t* / °C** | ***P* / Pa** | ***t* / °C** | ***P* / Pa** | ***t* / °C** | ***P* / Pa** | ***t* / °C** | ***P* / Pa** |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 10 | 1228 | 16 | 1819 | 22 | 2645 | 28 | 3782 | 34 | 5323 |
| 11 | 1313 | 17 | 1938 | 23 | 2810 | 29 | 4008 | 35 | 5626 |
| 12 | 1403 | 18 | 2064 | 24 | 2985 | 30 | 4246 | 36 | 5945 |
| 13 | 1498 | 19 | 2198 | 25 | 3169 | 31 | 4495 | 37 | 6280 |
| 14 | 1599 | 20 | 2339 | 26 | 3363 | 32 | 4758 | | |
| 15 | 1706 | 21 | 2488 | 27 | 3567 | 33 | 5034 | | |

Fonte: CRC Handbook of Chemistry and Physics, 85ª Ed.

### 11.4 *Referências bibliográficas*


- CLELLAN, A. L. Mc. *Química uma Ciência Experimental*, 5ª Ed., Vol. 1. São Paulo: EDART Livraria Editora, 1976. p. 186-190.
- CLELLAN, A. L. Mc. *Guia do Professor para Química: uma Ciência Experimental*. Lisboa: Fundação Calouste Gulbekian, *s.d*. p. 143-147.
- MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. *Química: um curso universitário*, trad. 4ª Ed. americana. São Paulo: Edgard Blücher, 1995. p. 6.

# 12 Experimento 7: estudo qualitativo sobre o equilíbrio químico

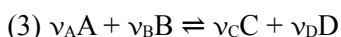
Uma reação reversível é aquela em que, quando se misturam os reagentes são obtidos os produtos e, quando se misturam os produtos são obtidos os reagentes. Em outras palavras, se A e B reagem e produzem C e D ($\nu$ é coeficiente estequiométrico de cada espécie):

$$(1)\ \nu_A A + \nu_B B \rightarrow \nu_C C + \nu_D D$$

quando se misturam C e D são produzidos A e B:

$$(2)\ \nu_C C + \nu_D D \rightarrow \nu_A A + \nu_B B$$

Como foi dito, quando A e B são misturados, C e D são produzidos (Equação 1). Entretanto, como a reação é reversível, quaisquer C e D produzidos também passarão a reagir entre si (Equação 2), o que leva a reação a ocorrer em ambos os sentidos. Eventualmente será atingido um estado em que as reações direta (Equação 1) e inversa (Equação 2) ocorrerão na mesma velocidade. A partir desta situação será constatada a presença simultânea de A, B, C e D, cujas concentrações permanecerão constantes. Este estado é denominado *equilíbrio químico*, simbolizado como:

$$(3)\ \nu_A A + \nu_B B \rightleftharpoons \nu_C C + \nu_D D$$

Desde que as condições sejam mantidas constantes, um sistema em estado de equilíbrio químico não apresentará mudanças macroscópicas perceptíveis. Entretanto isso deixa de ser válido quando há modificação de alguma função do sistema (composição, temperatura, volume, etc.), e o sistema sofrerá alterações até atingir um novo estado de equilíbrio.

Há uma regra simples para se prever o comportamento de um sistema em equilíbrio químico após ser perturbada, que pode ser assim enunciada: *"um sistema em equilíbrio, ao ser perturbado, reagirá no sentido da minimização da origem desta perturbação"*. Esta regra é conhecida como a *lei de Le Chatelier*.

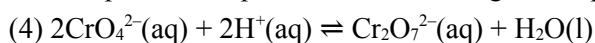
Nesta aula serão estudados alguns sistemas em equilíbrio, e observar os efeitos causadas quando se aplicam perturbações neles.

## 12.1 *Tarefa pré-laboratório*

Leia todos os procedimentos a serem realizados no laboratório e procure compreender o que será feito. Copie no Caderno de Laboratório todas as equações químicas que serão utilizadas para interpretar as observações a serem realizadas na aula.

## 12.2 *Sistema cromato-dicromato*

Os ânions cromato ($CrO_4^{2-}$) e dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$) são fortemente coloridos, o que facilita o estudo de suas reações. Em solução aquosa este par de íons pode estabelecer o seguinte equilíbrio químico:

$$(4)\ 2CrO_4^{2-}(aq) + 2H^+(aq) \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-}(aq) + H_2O(l)$$

### Procedimento

a) Pegue dois tubos de ensaios, em um deles coloque dez gotas de solução de cromato 0,1 mol $L^{-1}$, e no outro, igual volume de solução de dicromato 0,1 mol $L^{-1}$ . Anote as cores de cada solução e deixe os tubos na estante, como padrões.
b) Pegue um tubo de ensaio e coloque dez gotas de solução de cromato. Adicione gota a gota solução de $H_2SO_4$ 0,5 mol $L^{-1}$. Agite o tubo após cada gota adicionada. Compare com os tubos de ensaios padrões. Anote as observações.
c) Ao mesmo tubo do item (b), adicione gota a gota solução de NaOH 1 mol $L^{-1}$, agitando o tudo após cada adição. Compare com os tubos de ensaios padrões. Anote as observações.
d) Pegue um outro tubo de ensaio e coloque dez gotas de solução de dicromato. Adicione gota a gota solução de NaOH 1 mol $L^{-1}$. Compare com os tubos de ensaios padrões. Anote as observações.
e) Ao mesmo tubo do item (b), adicione gota a gota solução de $H_2SO_4$ 0,5 mol $L^{-1}$ . Compare com os tubos de ensaios padrões. Anote as observações.

f) Descarte as soluções em recipiente apropriado e lave os tubos de ensaios. **Compostos de crômio no estado de oxidação +6 são tóxicos, não devem ser descartados na pia.**

### Questões pós-laboratório

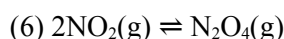
1) Qual é a cor do íon cromato? E do íon dicromato?
2) Qual observação é uma evidência de que a reação é reversível?
3) Explique, com base na lei de Le Chatelier, como o equilíbrio da reação cromato-dicromato (Equação 4) é afetado com a adição de um ácido.
4) Idem, com a adição de uma base.

## 12.3 *Sistema dióxido de nitrogênio-tetróxido de dinitrogênio*

O dióxido de nitrogênio ($NO_2$) é um gás colorido, de odor desagradável e muito tóxico, que pode ser produzido pela decomposição térmica de nitrato de chumbo (esta reação é *irreversível*):

$$(5)\ 2Pb(NO_3)_2(s) \rightarrow 2PbO(s) + 4NO_2(g) + O_2(g)$$

Este gás colorido está na realidade em equilíbrio com o seu dímero tetróxido de dinitrogênio, que é incolor:

$$(6)\ 2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$$

### Procedimento

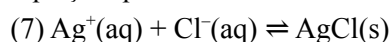
a) Coloque uma pequena quantidade (uma ponta de espátula) de nitrato de chumbo num tubo de ensaio pequeno. **CUIDADO: compostos de chumbo são tóxicos, não ingira o sal.**
b) **CUIDADO: óxidos de nitrogênio são gases tóxicos; realize esta etapa na capela.** Prenda o tubo de ensaio na pinça de madeira e aqueça cuidadosamente na chama de bico de gás. Observe que o sólido sofrerá fraturas e haverá liberação de gás castanho. Remova o tubo de ensaio da chama e feche-o com uma rolha de borracha, com cuidado para não se queimar. Leve-o para a sua bancada e deixe-o na estante. Observe a cor e anote.
c) Quando o tubo estiver frio, leve-o a um banho de gelo. Observe o que acontece com a cor.
d) Mergulhe o tubo em água quente. Observe a cor do gás.
e) Repita os itens (c) e (d) algumas vezes. Anote as observações.
f) Deixe o tubo de ensaio na capela, em local indicado pelo professor.

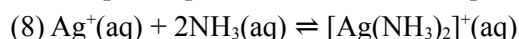
### Questões pós-laboratório

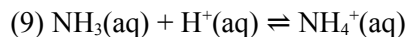
1) A reação de dimerização do $NO_2$ (Equação 6) é reversível? Qual observação suporta esta hipótese?
2) O aumento da temperatura favorece a formação de qual espécie?
3) A diminuição da temperatura favorece a formação de qual espécie?
4) Através da lei de Le Chatelier, preveja em qual sentido a reação da Equação 6 deverá liberar calor.

## 12.4 *Equilíbrios simultâneos com íon prata*

Na presença de íons cloreto ($Cl^-$) e prata ($Ag^+$) ocorre a formação de um precipitado, que fica em equilíbrio conforme representado pela equação química 7:

$$(7)\ Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightleftharpoons AgCl(s)$$

Uma forma de perturbar o equilíbrio da Equação 7 é a remoção de $Ag^+$ através da reação com amônia ($NH_3$) para produzir o complexo solúvel diaminprata, que constitui um outro equilíbrio:

$$(8)\ Ag^+(aq) + 2NH_3(aq) \rightleftharpoons [Ag(NH_3)_2]^+(aq)$$

Por outro lado é possível interferir no equilíbrio (8) se remover $NH_3$ da solução com adição de um ácido forte, em um terceiro equilíbrio:

$$(9)\ NH_3(aq) + H^+(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq)$$

Neste experimento serão feitos ensaios envolvendo os três equilíbrios acima.

### Procedimento

a) Coloque num tubo de ensaio dez gotas de solução de $AgNO_3$ 0,001 mol $L^{-1}$.
b) Adicione gota a gota solução de NaCl 0,1 mol $L^{-1}$, agitando o tubo após cada adição. Anote as observações.
c) Adicione gota a gota solução de $NH_3$ 2 mol $L^{-1}$ ao tubo. Observe.
d) Adicione gota a gota solução de $HNO_3$ 1 mol $L^{-1}$ ao tubo. Anote as observações.
e) Torne a adicionar gota a gota solução de $NH_3$ 2 mol $L^{-1}$ ao tubo. Observe.
f) Descarte a solução em recipiente apropriado e lave o tubo de ensaio.

### Questões pós-laboratório

1) Apesar de haver muitas espécies envolvidas nas três reações, somente uma delas é visível. Qual é esta espécie, e porque é a única que pode ser visualizada?
2) O que foi observada com a adição de $NH_3$ no item (c)? Como pode ser explicada a partir da lei de Le Chatelier?
3) O que foi observada com a adição de $HNO_3$ no item (d)? Como pode ser explicada a partir da lei de Le Chatelier?
4) A reação de precipitação do AgCl (Equação 7) é reversível? Como é possível chegar a esta conclusão?

## 12.5 *Referências bibliográficas*


- PEQ-Projetos de ensino de química. GIESBRECHT, E. (Coord.). *Experiências de química: técnicas e conceitos básicos.* São Paulo: Moderna, 1982. p. 106.
- MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. *Química: um curso universitário*, trad. 4ª Ed. americana. São Paulo: Edgard Blücher, 1995. p. 168-182.
- RUSSELL, J. B. *Química Geral*, 2ª Ed., Vol 2. São Paulo: Makron Books, 1994, p. 868-908.

# 13 Experimento 8: eletroquímica – pilhas galvânicas

Em aulas anteriores trabalhou-se com o conceito *"energia"*, mais especificamente o seu fluxo na forma de *calor*. Um outro mecanismo de intercâmbio de energia entre dois sistemas é o *trabalho*. Existem várias formas de trabalho, entre elas o *trabalho elétrico* que é o objeto de estudo da *Eletroquímica*.

A unidade básica de estudo da Eletroquímica é a *célula eletroquímica*, que pode ser classificada em dois tipos: (i) **célula voltaica** ou **galvânica** (pilhas, acumuladores e baterias), na qual o trabalho elétrico é produzido partir de reações espontâneas de oxirredução e (ii) **célula eletrolítica**, que utiliza corrente elétrica para produzir reações redox (transformações que não seriam espontâneas na ausência de uma diferença de potencial externa).

Quando se coloca em contato os dois reagentes, o agente oxidante e o agente redutor, estes podem reagir rapidamente ao transferir elétrons entre si. Para evitar que isto ocorra numa célula galvânica, usualmente os reagentes são segregados, separando-os em dois recipientes distintos ou colocando-os em uma fase em que a difusão das substâncias é muito lenta. A reação ocorre somente quando se liga um condutor elétrico entre os dois terminais (polos) das pilhas, por permitir a transferência eletrônica.

Nesta aula serão construídas duas pilhas, para conhecer sua constituição e o princípio de seu funcionamento. Serão ainda medidas as diferenças de potencial elétrico das pilhas, e a sua capacidade de realização de trabalho (acender um LED). O LED (*light emitting diode* ou diodo emissor de luz) é um dispositivo semicondutor que converte trabalho elétrico em emissão de luz.

## 13.1 *Tarefa pré-laboratório*

1) Procure em um dos livros de Química Geral das referências bibliográficas o esquema de uma pilha galvânica, e copie-o no Caderno de Laboratório. Cite o livro em que a informação foi obtida.
2) Pesquise qual é a definição de *potencial elétrico* e qual sua unidade SI.
3) Procure as equações das semi-reações de redução e os respectivos potenciais padrões, correspondentes às duas pilhas que serão construídos no experimento.

## 13.2 *Procedimento*

### Construção e determinação do potencial da pilha de Daniell

Prepare a ponte salina, preenchendo um tubo de vidro em forma de ″U″ com uma solução saturada de KCl (ou $NH_4Cl$). Tampe as extremidades do tubo com pedaços de algodão embebidos na mesma solução. Tome cuidado para que bolhas de ar não se formem no interior do tubo. O algodão não deve estar excessivamente compactado, para que este não acabe impedindo a migração de íons.

Transfira 50 mL de solução 0,10 mol $L^{-1}$ de $ZnSO_4$ para um béquer. Em um outro béquer, coloque 50 mL de solução 0,10 mol $L^{-1}$ de $CuSO_4$. Anote no Caderno de Laboratório a cor de cada uma das soluções.

Lixe os bastões (ou lâminas) de zinco e de cobre para remover impurezas, até que a superfície fique brilhante. Lave-os então com água destilada. Mergulhe os bastões nas soluções correspondentes. Ligue o eletrodo de zinco ao terminal negativo e o eletrodo de cobre ao terminal positivo do voltímetro. Coloque a ponte salina, efetue a leitura e anote a diferença de potencial no caderno. Desligue e remova o voltímetro.

Tente conectar os terminais do LED à pilha e verifique se ocorre seu acendimento.

Junte-se com as outras equipes de laboratório e faça associação em série de duas, três ou mais pilhas. Meça os valores de diferenças de potencial. Finalmente, ligue o LED e verifique se ocorre seu acendimento.

Desmonte as pilhas ao retire os eletrodos e a ponte salina das soluções. **Não descarte as soluções na pia**, transfira-as para um frasco apropriado.

### Construção da pilha de permanganato e zinco metálico:

Coloque num béquer de 100 mL, cerca de 50 mL de solução 0,10 mol $L^{-1}$ de $KMnO_4$ (previamente acidulada com solução 2,0 mol $L^{-1}$ de $H_2SO_4$ na proporção 4:1 em volume). Mergulhe o eletrodo de carbono e o eletrodo de zinco nessa solução, sem deixar que os dois entrem em contato direto. **Evite que a ponta do voltímetro toque na solução,** pois esta tem ação muito corrosiva sobre metais

Faça no caderno um desenho esquemático da pilha.

Com o auxílio do voltímetro, faça a leitura da diferença de potencial.

Desconecte o voltímetro, ligue o LED aos dois terminais da pilha e observe.

Em conjunto com outras equipes, procure fazer uma *associação em série* (isto é, o polo negativo de uma pilha deve ser ligada ao polo positivo de outra pilha). Meça a diferença de potencial resultante da associação de duas ou mais pilhas. Procure ligar um LED nas extremidades da *bateria* (este é o nome dado a um conjunto de pilhas associadas em série) e observe.

Desmonte as pilhas ao retire os eletrodos e a ponte salina das soluções. **Não descarte as soluções na pia**, transfira-as para um frasco apropriado.

## 13.3 *Tarefa pós-laboratório*

1) No esquema preparado no caderno, identifique o ânodo e o cátodo da pilha de Daniell, bem como os fenômenos químicos que ocorrem em cada um dos eletrodos. Compare o potencial da pilha obtido experimentalmente com o $\Delta E°$ calculado através da tabela de potenciais-padrão de eletrodo.
2) No mesmo esquema, represente o fluxo de elétrons quando se ligam os eletrodos com um fio condutor. Represente ainda o fluxo de íons na ponte salina.
3) Faça o mesmo para a pilha de $KMnO_4$ e zinco.
4) Qual a diferença na montagem entre as pilhas de Daniell (zinco e cobre) com a de $KMnO_4$ e zinco? Tente achar uma razão para esta diferença.

## 13.4 *Referências bibliográficas*


- MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. *Química: um curso universitário*, trad. 4ª Ed. americana. São Paulo: Edgard Blücher, 1995. p. 168-182.
- RUSSELL, J. B. *Química Geral*, 2ª Ed., Vol 2. São Paulo: Makron Books, 1994, p. 868-908.

# 14 Experimento 9: velocidade e mecanismo de reação química – cinética da redução do permanganato

A *Cinética Química* é o estudo das velocidades das reações. Nela é introduzida a variável *tempo* nas transformações físico-químicas. Enquanto que na termodinâmica determina-se a variação de propriedades de um sistema quando passa de um estado de equilíbrio para outro, na cinética estuda-se o tempo necessário para que a transformação ocorra.

Um exemplo de reação que obedece aos parâmetros da cinética química é a redução do ânion permanganato ($MnO_4^-$). Soluções contendo íons permanganato são conhecidas por seu poder germicida, uma vez que este é um poderoso agente oxidante. O íon permanganato confere uma coloração púrpura intensa a suas soluções aquosas, entretanto, na presença de redutores apropriados, a transformação ocorre rapidamente e é caracterizada pelo descoramento da mistura de reação.

$MnO_4^-$ (aq) + 8 $H^+$ (aq) + 5 $e^-$ → $Mn^{2+}$ (aq) + 4 $H_2O$ (l) $E°_{red}$= + 1,512V
(violeta) (incolor)

Nesse experimento serão verificados como alguns fatores (temperatura, concentração dos reagentes, natureza das ligações química e a presença de um catalisador) podem influenciar na velocidade das reações químicas.

## 14.1 *Tarefas pré laboratório*

Construir uma tabela de acordo com o modelo abaixo. Esta deverá ser preenchida durante a aula (referente aos itens 8.2.1 à 8.2.4).

| Tempo de reação (segundos) | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Tubo/Cor | | | | |
| 1 | | | | |
| Tubo/Cor | Vermelho-cereja | Salmão | Laranja | Amarelo |
| 2 | | | | |
| 3 | | | | |
| 4 | | | | |
| 5 | | | | |
| 6 | | | | |

## 14.2 *Procedimento*

Separar 6 tubos de ensaio numerando-os de 1 à 6.

### Efeito da natureza dos reagentes

Neste experimento, dois *agentes redutores* diferentes que reagem com permanganato de potássio serão utilizados: o cátion ferro (II) e o ácido oxálico. Para verificar quão diferentes são as velocidades das duas reações, nos tubos 1 e 2, adicionar 5,0 mL de solução aquosa de permanganato de potássio ($5 \times 10^{-3}$ mol $L^{-1}$).

Em seguida adicionar, ao tubo 1, 5,0 mL de solução de sulfato de ferro (II) 0,50 mol $L^{-1}$ (preparada em $H_2SO_4$ 1,0 mol $L^{-1}$). Medir o tempo necessário para o descoramento da mistura da reação.

Ao tubo 2 adicionar 5,0 mL de solução aquosa de ácido oxálico 0,50 mol $L^{-1}$ (preparada também em $H_2SO_4$ 1,0 mol $L^{-1}$).

***OBS:*** *Anotar, na tabela 1, o tempo necessário para o aparecimento de cada cor e observar as mudanças de cor, identificando as cores observadas.*

### Efeito da concentração dos reagentes

Adicionar em um tubo de ensaio (tubo 3) 5 mL da solução de ácido oxálico e, em seguida, 10 mL de água destilada. Posteriormente, acrescentar 5,0 mL da solução de $KMnO_4$. Anotar o tempo de aparecimento de cada coloração no tubo 3, registrando os dados na tabela 1.

### Efeito da temperatura

Adicionar 5,0 mL da solução de ácido oxálico nos tubos de ensaios 4 e 5. Em outros dois tubos, aquecer 5,0 mL da solução de $KMnO_4$ até 50 e 65°C (não é necessário atingir exatamente estas temperaturas). Usar um banho de água quente para o aquecimento. Realizar as seguintes adições:

ao tubo 4: 5,0 mL da solução de $KMnO_4$ aquecida a 50°C;

ao tubo 5: 5,0 mL da solução de $KMnO_4$ aquecida a 65°C.

Anotar os tempos de reação.

### Efeito do catalisador

No tubo 6, colocar 5,0 mL da solução de ácido oxálico e 2 a 3 gotas de uma solução saturada de sulfato de manganês (II). Adicionar 5,0 mL da solução de $KMnO_4$ ao tubo; observar as mudanças de coloração e complementar a tabela 1.

## 14.3 *Tarefa pós laboratório*

1) Balancear as reações entre o ânion permanganato e os redutores utilizados neste experimento (cátion ferro (II) e ácido oxálico).

   $MnO_4^-(aq) + C_2O_4^{2-}(aq) + \ H^+ \rightarrow \ Mn^{2+}(aq) + \ CO_2(g) + \ H_2O(l)$

   $MnO_4^-(aq) + Fe^{2+}(aq) + \ H^+ \rightarrow \ Mn^{2+}(aq) + \ Fe^{3+}(aq) + \ H_2O(l)$

2) Levante hipóteses de como a natureza dos redutores levam às velocidades de reação tão diferentes.
3) As concentrações de permanganato mudam em cada tubo devido à diluição por mistura das soluções. Calcule as concentrações iniciais (isto é, antes de ocorrer qualquer reação) de $MnO_4^-$ para as reações feitas nos tubos 2 e 3 (fórmula da diluição: $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$). Utilizando as concentrações iniciais, calcule a velocidade média de consumo do permanganato, para cada tubo (supondo que todo permanganato reagiu quando este se descora, a velocidade média é dada por $V_m = [MnO_4^-] / \Delta t$).
4) Pode-se afirmar que a concentração dos reagentes tem relação direta com a velocidade de uma reação química. O resultado experimental (obtido na questão 3) foi coerente com o esperado? Justifique.
5) Por que a mudança de temperatura afeta tão drasticamente a velocidade de descoramento do permanganato pelo ácido oxálico?
6) Os catalisadores têm grande importância industrial, não somente pelo aumento que causam nas velocidades das reações, mas também pelas baixas concentrações em que podem ser utilizados. Seria possível continuar o experimento, aumentando significativamente o número de gotas de $MnSO_4$? Por quê?
7) Nas madeireiras, o pó de madeira (serragem) pode ser queimado por uma faísca ou chama e produzir incêndios de proporções incalculáveis. Que fator teria influência na velocidade da reação que justificaria esta afirmação?
8) Copie as respostas dos itens 1 a 6 em uma folha de papel e entregue ao professor como trabalho desta aula.

## 14.4 *Referências Bibliográficas*


- KOTZ, J. C.; PURCELL, K. F.; Chemistry and chemical reactivity, 2th ed., New York: Saunders College, 1991.
- STEFFEL, M. J.; Reduction of permanganate: a kinetics demonstration for general chemistry, J. Chem. Educ.,67, 7, 1990.